Química Geral – Cálculo Estequiométrico

1. (Fuvest 2013) Antes do início dos Jogos Olímpicos de 2012, que aconteceram em Londres, a chama olímpica percorreu todo o Reino Unido, pelas mãos de cerca de 8000 pessoas, que se revezaram nessa tarefa. Cada pessoa correu durante um determinado tempo e transferiu a chama de sua tocha para a do próximo participante.

Suponha que
(i) cada pessoa tenha recebido uma tocha contendo cerca de 1,02 g de uma mistura de butano e propano, em igual proporção, em mols;
(ii) a vazão de gás de cada tocha fosse de 48 mL/minuto.

Calcule:
a) a quantidade de matéria, em mols, da mistura butano+propano contida em cada tocha;
b) o tempo durante o qual a chama de cada tocha podia ficar acesa.

Um determinado participante P do revezamento correu a uma velocidade média de 2,5 m/s. Sua tocha se apagou no exato instante em que a chama foi transferida para a tocha do participante que o sucedeu.

c) Calcule a distância, em metros, percorrida pelo participante P enquanto a chama de sua tocha permaneceu acesa.

Dados: Massa molar (g/mol): butano = 58, propano = 44; Volume molar nas condições ambientes: 24 L/mol.

2. (Uem 2014) João dispõe de três pedaços triangulares de palha de aço, sendo a área de cada pedaço diretamente proporcional à massa do mesmo. Um pedaço possui 10,0 g de massa, o segundo possui 12,0 g de massa e o terceiro, 18,0 g. Ele queimou completamente os dois primeiros pedaços e mediu novamente suas massas, tendo obtido, respectivamente, 10,5 g e 12,6 g.
Com base na situação exposta, assinale o que for **correto**.
01) O aumento de massa se deve à reação química que causou uma redução nos átomos de ferro que reagiram.
02) As proporções iguais entre massa final e inicial de cada pedaço de palha de aço queimado se devem à Lei de Proust.
04) Se João queimar completamente o terceiro pedaço, a massa final do mesmo deverá ficar em torno de 18,9 g.
08) Verificou-se um aumento de 0,5 % na massa de cada um dos pedaços de palha de aço queimados.
16) Se, antes do experimento, os pedaços triangulares de 18 g e 10 g constituíam um par de triângulos semelhantes, a razão de semelhança entre eles era de 9/10.

3. (Uel 2014) Leia o texto a seguir.

Um homem provocou a explosão de uma fossa, danificando residências. Passava das 10h quando colocou o carbureto, uma substância química, na fossa da casa da sogra. Segundo testemunhas, ele lançou um fósforo aceso no buraco, provocando imediatamente a explosão que o arremessou sobre um muro de aproximadamente 2,5 metros, causando-lhe fraturas. Por que a fossa explodiu? Ao se jogar o carbureto, em contato com água, produzem-se gás acetileno (gás utilizado em maçaricos), hidróxido de cálcio e uma grande quantidade de calor.

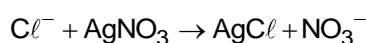
(Adaptado de: <http://www.folhape.com.br/cms/opencms/folhape/pt/edicaoimpressa/arquivos/2012/10/01_10_2012/0045.html>. Acesso em: 15 maio 2013.)

Com base no texto e nos conhecimentos sobre química, considere as afirmativas a seguir.

I. 1 mol de CaC_2 é produzido a partir de 2 mol de C e 1 mol de Ca.
II. A fórmula mínima para a reação da produção do gás acetileno é:
$2CaC_{2(s)} + 4\,H_2O_{(\ell)} \rightarrow 2C_2H_{2(g)} + 2Ca(OH)_{2(aq)}$
III. Ao atear fogo àquele sistema gasoso fechado, ocorreu a redução aparente do carbono do acetileno para o dióxido de carbono.
IV. O acetileno C_2H_2 não segue a regra do octeto quando representado pela estrutura de Lewis.

Assinale a alternativa correta.
a) Somente as afirmativas I e II são corretas.
b) Somente as afirmativas I e IV são corretas.
c) Somente as afirmativas III e IV são corretas.
d) Somente as afirmativas I, II e III são corretas.
e) Somente as afirmativas II, III e IV são corretas.

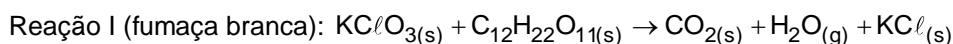
4. (Upe 2014) O sódio contido no sal de cozinha (cloreto de sódio) é um “grande vilão” para as pessoas com diagnóstico positivo para hipertensão arterial sistêmica (HAS). Uma alternativa seria utilizar o “*sal diet”*, que é constituído por uma mistura apenas de $NaC\ell$ e $KC\ell$. Considere que uma amostra de 0,415 g de um determinado “*sal diet”,* após dissolução com água destilada, foi analisada por titulação com solução de $AgNO_3$, segundo equação apresentada abaixo:

$$C\ell^{-} + AgNO_3 \rightarrow AgC\ell + NO_3^{-}$$

Considere que todo cloreto $\left(C\ell^{-}\right)$ é oriundo da mistura $NaC\ell\,/\,KC\ell$ e que a massa de $AgC\ell$ produzida na titulação foi igual a 0,861 g. Assinale a alternativa que apresenta a percentagem em massa aproximada de $NaC\ell$ no “*sal diet”* analisado.

Dados: Massa atômica (em u): $Na = 23;\ C\ell = 36,5;\ K = 39;\ Ag = 108$
a) 28%
b) 45%
c) 52%
d) 70%
e) 83%

5. (Unicamp 2014) Na manhã de 11 de setembro de 2013, a Receita Federal apreendeu mais de 350 toneladas de vidro contaminado por chumbo no Porto de Navegantes (Santa Catarina). O importador informou que os contêineres estavam carregados com cacos, fragmentos e resíduos de vidro, o que é permitido pela legislação. Nos contêineres, o exportador declarou a carga corretamente - tubos de raios catódicos. O laudo técnico confirmou que a porcentagem em massa de chumbo era de 11,5%. A importação de material (sucata) que contém chumbo é proibida no Brasil.

a) O chumbo presente na carga apreendida estava na forma de óxido de chumbo II. Esse chumbo é recuperado como metal a partir do aquecimento do vidro a aproximadamente 800°C na presença de carbono (carvão), processo semelhante ao da obtenção do ferro metálico em alto forno. Considerando as informações fornecidas, escreva a equação química do processo de obtenção do chumbo metálico e identifique o agente oxidante e o redutor no processo.
b) Considerando que o destino do chumbo presente no vidro poderia ser o meio ambiente aqui no Brasil, qual seria, em mols, a quantidade de chumbo a ser recuperada para que isso não ocorresse?

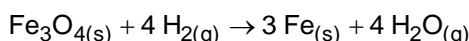
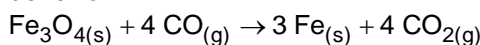
6. (Ufsc 2014) Em março de 2013, cardeais da Igreja Católica de todo o mundo reuniram-se na Capela Sistina, no Vaticano, para conduzir a eleição de um novo Papa, em um processo conhecido como "Conclave". As reuniões e votações ocorriam em sessão fechada, e os fiéis eram comunicados do resultado pela cor da fumaça que saía por uma chaminé da capela – a fumaça preta era indício de um processo de eleição não conclusivo, ao passo que a fumaça branca indicava a eleição do pontífice. Os compostos químicos utilizados para produzir a fumaça eram, até então, desconhecidos do público, e somente no início deste ano a composição química foi revelada. A fumaça branca era produzida pela reação de clorato de potássio $(KC\ell O_3)$ com lactose $(C_{12}H_{22}O_{11})$ e uma pequena quantidade de resina extraída de pinheiros, ao passo que a fumaça preta era produzida pela reação entre perclorato de potássio $(KC\ell O_4)$, um hidrocarboneto policíclico aromático e enxofre elementar, ambas após ignição induzida por uma descarga elétrica. As reações simplificadas e **não balanceadas** são mostradas abaixo (alguns componentes da fumaça foram omitidos):

Reação I (fumaça branca): $KC\ell O_{3(s)} + C_{12}H_{22}O_{11(s)} \rightarrow CO_{2(s)} + H_2O_{(g)} + KC\ell_{(s)}$
Reação II (fumaça preta): $KC\ell O_{4(s)} + S_{(s)} \rightarrow KC\ell_{(s)} + SO_{2(g)}$

Disponível em: <www.nytimes.com/2013/03/13/science/vatican-reveals-recipes-for-conclave-smoke.html?_r=0> [Adaptado]
Acesso em: 14 out. 2013.

Com base nas informações fornecidas, assinale a(s) proposição(ões) **CORRETA(S)**.
01) Em II, na produção da fumaça preta, para que sejam formados 149 g de cloreto de potássio, é necessário promover a reação entre 138,55 g de perclorato de potássio e 64,2 g de enxofre sólido.
02) Na produção da fumaça preta, considerando a reação II, o número de oxidação do enxofre passa de zero (enxofre sólido) para +4 (molécula de SO_2).
04) Para a produção da fumaça branca, considerando a reação I, a utilização de 342 g de lactose produzirá 528 g de dióxido de carbono.
08) O número de mol de gases formados pela reação de 1 mol de clorato de potássio para a produção de fumaça branca é maior que o número de mol de gases formados pela reação de 1 mol de perclorato de potássio para produzir fumaça preta. (reação II)
16) Em I, a reação de 6 mol de clorato de potássio com 1 mol de lactose produz 23 mol de produtos no estado gasoso.
32) Em II, a reação de 1 mol de perclorato de potássio com 2 mol de enxofre sólido resulta na formação de 1 mol de dióxido de enxofre.

7. (Uem 2014) Abaixo, apresentam-se duas reações importantes para a produção de ferro metálico a partir de minério de ferro.

$$Fe_3O_{4(s)} + 4\ CO_{(g)} \rightarrow 3\ Fe_{(s)} + 4\ CO_{2(g)}$$

$$Fe_3O_{4(s)} + 4\ H_{2(g)} \rightarrow 3\ Fe_{(s)} + 4\ H_2O_{(g)}$$

A partir dessas informações, assinale o que for **correto**, considerando que o rendimento das reações é de 100%.

01) Em processos separados, quantidades idênticas em massa de monóxido de carbono e de hidrogênio produzem a mesma quantidade de ferro metálico, a partir de Fe_3O_4 em excesso estequiométrico.
02) É possível produzir 1,5 tonelada de ferro, utilizando-se 1 tonelada de monóxido de carbono e uma quantidade de Fe_3O_4 suficiente.
04) Em um reator contendo 2,5 kg de Fe_3O_4 e 80 g de H_2, o hidrogênio é o reagente limitante da reação.
08) Em ambas as reações, os gases reagentes são agentes oxidantes e o Fe_3O_4 é o agente redutor.
16) Nas duas reações, todos os átomos têm o número de oxidação alterado quando se passa dos reagentes para os produtos.

8. (Ufsc 2014) A tabela de informações nutricionais de um suplemento de vitaminas e minerais, que pode ser adquirido em um supermercado ou farmácia, traz, em geral, informações sobre a massa de cada nutriente presente em cada comprimido do produto. Estas massas são comumente associadas a índices denominados “valores diários de referência”, que correspondem à quantidade relativa do nutriente que um indivíduo deve ingerir diariamente para cumprir uma dieta que compreenda 2.000 kcal. Desta forma, um valor de 100% associado a um nutriente indica que um único comprimido é capaz de fornecer toda a massa do nutriente que deve ser ingerida por um indivíduo em um dia. A informação nutricional de um suplemento é mostrada na tabela abaixo, considerando as massas de nutrientes contidas em cada comprimido de massa 1,500 g:

Nutriente	Massa	Valor Diário de Referência (%)
Vitamina B1 (tiamina)	1,2 mg	100
Vitamina B9 (ácido fólico)	0,240 mg	100
Vitamina C (ácido ascórbico)	45 mg	100
Cálcio	0,250 g	25
Ferro	8,100 mg	58
Fósforo	0,200 g	29
Iodo	0,066 mg	50
Magnésio	0,200 g	76
Cobre	0,450 mg	50
Cromo	0,018 mg	51
Molibdênio	0,023 mg	51

Considerando os dados do enunciado e da tabela, assinale a(s) proposição(ões) **CORRETA(S)**.

01) O conteúdo mineral do suplemento compreende apenas elementos do primeiro e do segundo períodos da tabela periódica.
02) Pode-se inferir que a quantidade de iodo que deve ser ingerida diariamente por um indivíduo saudável é menor que a quantidade diária de vitamina B9 que deve ser ingerida por este mesmo indivíduo.
04) Cada comprimido do suplemento é capaz de fornecer ao organismo 450 mg de metais alcalino-terrosos e 8,591 mg de elementos de transição.
08) Um indivíduo que ingerir, em um único dia, três comprimidos do suplemento terá ingerido 1,00 g de cálcio, o que corresponde a 100% da quantidade diária recomendada para ingestão deste elemento.
16) A quantidade de elementos não metais presentes em um único comprimido do suplemento corresponde a 0,266 mg, quantidade suficiente para suprir a necessidade diária de ingestão destes não metais.
32) O suplemento em questão possui, como minerais, elementos de transição, não metais e metais alcalino-terrosos.

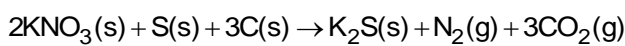
9. (Espcex (Aman) 2014) Considerando a equação não balanceada da reação de combustão do gás butano
descrita por $C_4H_{10}(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(g),$ a 1 atm e 25° (condições padrão) e o comportamento desses como gases ideais, o volume de gás carbônico produzido pela combustão completa do conteúdo de uma botija de gás contendo 174,0 g de butano é:

Dados:
Massas Atômicas: C = 12 u; O = 16 u e H = 1 u;
Volume molar nas condições padrão: $24{,}5\ L \cdot mol^{-1}$.

a) 1000,4 L
b) 198,3 L
c) 345,6 L
d) 294,0 L
e) 701,1 L

10. (Cefet MG 2014) Suponha que 3 mols de um ácido forte HX foi adicionado a um mol de alumínio metálico em pó, nas CNTP. Com o passar do tempo, foi observada a formação de um gás. O volume aproximado, em litros, do gás obtido, é igual a
a) 22.
b) 34.
c) 38.
d) 67.
e) 134.

11. (Ufpr 2014) A pólvora negra, utilizada como propelente em armas de fogo, consiste numa mistura de enxofre, carvão vegetal e salitre. A reação que causa a propulsão e lançamento do projétil é descrita por:

$$2KNO_3(s) + S(s) + 3C(s) \rightarrow K_2S(s) + N_2(g) + 3CO_2(g)$$

Dados: M(g/mol): C = 12, S = 32; O = 16, N = 14, K = 39

Para formular uma mistura baseada na estequiometria da reação, a proporção em massa dos constituintes enxofre, carvão vegetal e salitre na mistura deve ser, respectivamente:
a) 12%, 13%, 75%.
b) 32%, 12%, 56%.
c) 33%, 17%, 50%.
d) 35%, 11%, 54%.
e) 40%, 20%, 40%.

12. (Ufg 2014) As pérolas contêm, majoritariamente, entre diversas outras substâncias, carbonato de cálcio ($CaCO_3$). Para obtenção de uma pérola artificial composta exclusivamente de $CaCO_3$, um analista, inicialmente, misturou 22 g de CO_2 e 40 g de CaO. Nesse sentido, conclui-se que o reagente limitante e a massa em excesso presente nessa reação são, respectivamente,
a) CO_2 e 22 g
b) CaO e 10 g
c) CO_2 e 12 g
d) CaO e 20 g
e) CO_2 e 8 g

13. (Fuvest 2014) Para estudar a variação de temperatura associada à reação entre Zn(s) e Cu^{2+}(aq), foram realizados alguns experimentos independentes, nos quais diferentes quantidades de Zn(s) foram adicionadas a 100 mL de diferentes soluções aquosas de $CuSO_4$. A temperatura máxima (**T_f**) de cada mistura, obtida após a reação entre as substâncias, foi registrada conforme a tabela:

Experimento	**Quantidade de matéria de Zn(s) (mol)**	**Quantidade de matéria de Cu^{2+}(aq) (mol)**	**Quantidade de matéria total* (mol)**	**T_f (°C)**
1	0	1,0	1,0	25,0
2	0,2	0,8	1,0	26,9
3	0,7	0,3	1,0	27,9
4	**X**	**Y**	1,0	**T_4**

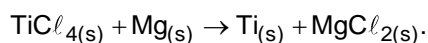
*Quantidade de matéria total = soma das quantidades de matéria iniciais de Zn(s) e Cu^{2+}(aq).

a) Escreva a equação química balanceada que representa a transformação investigada.

b) Qual é o reagente limitante no experimento **3**? Explique.

c) No experimento **4**, quais deveriam ser os valores de **X** e **Y** para que a temperatura **T_4** seja a maior possível? Justifique sua resposta.

14. (Uece 2014) Futuramente o titânio será mais utilizado na aviação, principalmente na construção de aviões supersônicos, por oferecer grandes vantagens, no que diz respeito a sua elevada temperatura de fusão (1670 °C), visto que o atrito do ar contra as paredes metálicas tende a elevar a temperatura de todo o corpo das aeronaves. A obtenção do titânio pode ser representada pela equação não balanceada:

$$TiC\ell_{4(s)} + Mg_{(s)} \rightarrow Ti_{(s)} + MgC\ell_{2(s)}.$$

O número aproximado de átomos de magnésio consumidos quando 63,3 g de tetracloreto de titânio reagem totalmente é

Dados: $Ti = 47,9;\ C\ell = 35,5.$

$N_A = 6,02 \times 10^{23}$

a) $8,02 \cdot 10^{23}$.
b) $6,02.10^{23}$.
c) $4,01 \cdot 10^{23}$.
d) $2,01 \cdot 10^{23}$.

15**.** (Udesc 2014) A comunidade científica, em sua maioria, acredita que a elevação da temperatura do planeta, em relação ao período pré-industrial, tem sua principal origem no aumento da concentração dos gases causadores do efeito estufa na atmosfera, principalmente o gás carbônico, CO_2. Estima-se que a taxa de absorção de CO_2 por uma árvore, em média, seja de 10 kg/ano. Sobre esse tema, considere as proposições.

I. Se um automóvel tem um consumo médio de 10 km/kg de etanol e roda 50 km em média por dia, é necessário o plantio de, no mínimo, 349 árvores para absorção completa do CO_2 gerado pelo veículo, em um ano de 365 dias.
II. A reação química envolvida na absorção de CO_2 da atmosfera pelas árvores consiste na reação endotérmica entre gás carbônico e água, gerando glicose ($C_6H_{12}O_6$) e oxigênio gasoso, cuja soma dos menores coeficientes inteiros da equação balanceada é 18.
III. A reciclagem de materiais, o uso de fontes alternativas de energia, maximização da eficiência do transporte público, fiscalização e combate a queimadas clandestinas e a recuperação de florestas devastadas são ações que podem contribuir, significativamente, para o aumento do efeito estufa no planeta.

Assinale a alternativa **correta**.
a) Somente a afirmativa I é verdadeira.
b) Somente as afirmativas I e III são verdadeiras.
c) Somente as afirmativas I e II são verdadeiras.
d) Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.
e) Todas as afirmativas são verdadeiras.

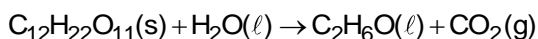
16**.** (G1 - ifce 2014) O ferro utilizado na produção de aço é obtido a partir do minério hematita (Fe_2O_3), em processo químico representado pela equação $Fe_2O_3 + CO \rightarrow Fe + CO_2$. Considerando-se rendimento de 100% para a reação mostrada, a quantidade de ferro obtida em gramas, a partir de 2 mols de hematita, é

Considere Fe = 56,0g/mol, $Fe_2O_3 = 160{,}0\,g/mol$, O = 16 g/mol, C = 12g /mol.
a) 224 g.
b) 112 g.
c) 56 g.
d) 100 g.
e) 500 g.

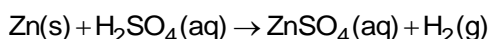
17**.** (Unicamp 2014) Materiais poliméricos podem ter destinos diversos, que não seja o simples descarte em lixões ou aterros. A reciclagem, por exemplo, pode ser feita por reaproveitamento sob diversas formas. Na reciclagem secundária os diversos polímeros que compõem o descarte são separados e reutilizados na fabricação de outros materiais; já na reciclagem quaternária*,* o material é usado diretamente como combustível para gerar energia térmica ou elétrica. Considere uma embalagem de material polimérico composta por 18 g de PET $(C_{10}H_8O_4)n$, 4g de PEAD $(C_2H_4)n$ e 0,1 g de PP $(C_3H_6)n$.

a) Do ponto de vista ambiental, o que seria melhor: a reciclagem secundária ou a quaternária? Justifique sua escolha.
b) Numa reciclagem quaternária, representada pela combustão completa da embalagem citada, a massa consumida de polímeros e oxigênio seria maior, menor ou igual à massa formada de gás carbônico e água? Justifique.

18. (Ufg 2014) A combustão da gasolina e do óleo diesel libera quantidades elevadas de poluentes para a atmosfera. Para minimizar esse problema, tem-se incentivado a utilização de biocombustíveis como o biodiesel e o etanol. O etanol pode ser obtido a partir da fermentação da sacarose, conforme a equação não balanceada apresentada a seguir.

$$C_{12}H_{22}O_{11}(s) + H_2O(\ell) \rightarrow C_2H_6O(\ell) + CO_2(g)$$

Considerando-se o exposto e o fato de que uma indústria alcooleira utilize 100 mols de sacarose e que o processo tenha rendimento de 85%, conclui-se que a quantidade máxima obtida do álcool será de
a) 27,60 kg.
b) 23,46 kg.
c) 18,40 kg.
d) 15,64 kg.
e) 9,20 kg.

19. (G1 - ifsp 2014) A obtenção de hidrogênio em laboratório pode ser feita pela reação entre zinco metálico e ácido sulfúrico, representada abaixo:

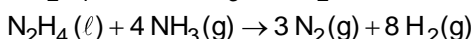
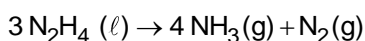
$$Zn(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow ZnSO_4(aq) + H_2(g)$$

Considerando rendimento de 100 %, a massa, em gramas, de hidrogênio que pode ser obtida pela reação de 130 g de zinco com ácido sulfúrico em excesso é

Massas molares em g/mol:
Zn = 65
H = 1
a) 1.
b) 2.
c) 3.
d) 4.
e) 5.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:
Leia o texto para responder à(s) questão(ões) a seguir.

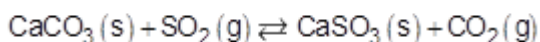
A hidrazina, substância com fórmula molecular N_2H_4, é um líquido bastante reativo na forma pura. Na forma de seu monoidrato, $N_2H_4 \cdot H_2O$, a hidrazina é bem menos reativa que na forma pura e, por isso, de manipulação mais fácil. Devido às suas propriedades físicas e químicas, além de sua utilização em vários processos industriais, a hidrazina também é utilizada como combustível de foguetes e naves espaciais, e em células de combustível.

20. (Unesp 2014) A atuação da hidrazina como propelente de foguetes envolve a seguinte sequência de reações, iniciada com o emprego de um catalisador adequado, que rapidamente eleva a temperatura do sistema acima de 800°C:

$$3\,N_2H_4\,(\ell) \rightarrow 4\,NH_3(g) + N_2(g)$$
$$N_2H_4\,(\ell) + 4\,NH_3(g) \rightarrow 3\,N_2(g) + 8\,H_2(g)$$

Dados:
Massas molares, em g. mol^{-1}: N = 14,0; H = 1,0
Volume molar, medido nas Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP) = 22,4 L

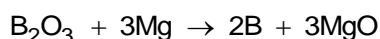
Calcule a massa de H_2 e o volume total dos gases formados, medido nas CNTP, gerados pela decomposição estequiométrica de 1,0 g de $N_2H_4\,(\ell)$.

21. (Ufpr 2013) O dióxido de enxofre (SO_2) é um dos principais gases que contribuem para a chuva ácida. Ele é gerado na queima de combustíveis fósseis. Uma alternativa para diminuir a quantidade de SO_2 atmosférico é seu sequestro por calcário triturado ($CaCO_3$), segundo a reação a seguir:

$$CaCO_3(s) + SO_2(g) \rightleftarrows CaSO_3(s) + CO_2(g)$$

Considere um processo industrial que produza diariamente 128 toneladas de SO_2.
Dados Massa molar (g/mol): Ca=40; C=12; O=16; S=32. R=0,082atm.L.mol^{-1}.K^{-1}.

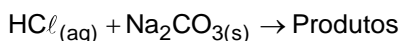
a) Qual é a massa de $CaCO_3$ necessária para consumir a produção diária de SO_2?
b) Calcule o volume de CO_2 gerado diariamente. Considere 1 atm e 298 K.

22. (Pucrj 2013) O elemento boro pode ser preparado pela redução do B_2O_3, segundo a equação abaixo.

$$B_2O_3 + 3Mg \rightarrow 2B + 3MgO$$

Partindo-se de 262,5 g do óxido de boro em excesso de magnésio, obteve-se 33 g de B, o que significa que o rendimento percentual (%) da reação foi mais próximo de:
a) 30
b) 35
c) 40
d) 45
e) 50

23. (Pucrj 2013) Uma das reações mais comuns é a de neutralização de um ácido inorgânico forte. Por exemplo, uma solução aquosa de ácido clorídrico é neutralizada por carbonato de sódio conforme mostrado na equação abaixo:

Dado: M(Na_2CO_3) = 106 g/mol

$$HC\ell_{(aq)} + Na_2CO_{3(s)} \rightarrow \text{Produtos}$$

Considerando essa reação, seus reagentes e produtos, faça o que se pede.
a) Antes de ser dissolvido em água, o ácido clorídrico é um gás corrosivo. Escreva o tipo de ligação que existe entre os átomos dos elementos H e $C\ell$ no $HC\ell$ gasoso.
b) Considerando excesso de $HC\ell$ e a reação completa com o carbonato de sódio, calcule a quantidade de matéria, em mol, do produto gasoso produzido a partir de 5,3 g do sal.
c) A água é um produto da reação e se ioniza muito pouco a ponto de o valor da constante de ionização, a 25 °C, ser 1 x 10^{-14}. Escreva a expressão da constante de ionização da água líquida em função das concentrações, em quantidade de matéria (mol/L), das espécies iônicas.

24. (Uern 2013) Muitos monumentos históricos são feitos de mármore (carbonato de cálcio cristalino) e ficam expostos as intempéries, como chuva e vento. Ao reagir $1,8 \times 10^{23}$ fórmulas de carbonato de cálcio com o ácido sulfúrico presente na chuva ácida, nas condições normais de temperatura e pressão, é correto afirmar que serão formados aproximadamente,

$\text{Dado}: V_{CNTP} = 22,7 \text{ L}.$
a) 6,81 litros de CO_2.
b) 0,2 mols de $CaSO_4$.
c) 4,08 gramas de $CaSO_4$.
d) $1,2 \times 10^{23}$ moléculas de CO_2.

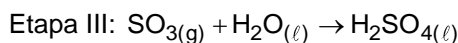
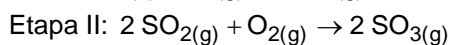
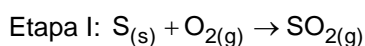
25. (Unicamp 2013) Na reciclagem de embalagens de alumínio, usam-se apenas 5% da energia despendida na sua fabricação a partir do minério de bauxita. No entanto, não se deve esquecer a enorme quantidade de energia envolvida nessa fabricação ($3{,}6\times10^{6}$ joules por latinha), além do fato de que a bauxita contém (em média) 55% de óxido de alumínio (alumina) e 45% de resíduos sólidos.

a) Considerando que em 2010 o Brasil produziu 32×10^{6} toneladas de alumínio metálico a partir da bauxita, calcule quantas toneladas de resíduos sólidos foram geradas nesse período por essa atividade.
b) Calcule o número de banhos que poderiam ser tomados com a energia necessária para produzir apenas uma latinha de alumínio, estimando em 10 minutos o tempo de duração do banho, em um chuveiro cuja potência é de 3.000 W. Dado: $W = J\ s^{-1}$.

26. (Mackenzie 2013) A produção industrial do ácido sulfúrico é realizada a partir do enxofre, extraído de jazidas localizadas normalmente em zonas vulcânicas. O enxofre extraído é queimado ao ar atmosférico produzindo o anidrido sulfuroso (etapa I). Após essa reação, o anidrido sulfuroso é oxidado a anidrido sulfúrico, em alta temperatura e presença de um catalisador adequado (etapa II). Em seguida, o anidrido sulfúrico é borbulhado em água, formando o ácido sulfúrico (etapa III). As reações referentes a cada uma das etapas do processo encontram-se abaixo equacionadas:

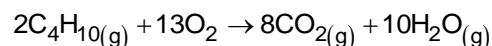
Etapa I: $S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{2(g)}$

Etapa II: $2\ SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\ SO_{3(g)}$

Etapa III: $SO_{3(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow H_2SO_{4(\ell)}$

Desse modo, ao serem extraídos 200,0 kg de enxofre com 80% de pureza de uma jazida, considerando-se que o rendimento global do processo seja de 90%, a massa máxima de ácido sulfúrico que pode ser produzida será de

Dados: massas molares (g/mol): H = 1, O = 16 e S = 32.
a) 612,5 kg.
b) 551,2 kg.
c) 490,0 kg.
d) 441,0 kg.
e) 200,0 kg.

27. (Ufsj 2013) A equação química dada abaixo se refere à combustão completa de um componente do gás de cozinha:

$$2C_4H_{10(g)} + 13O_2 \rightarrow 8CO_{2(g)} + 10H_2O_{(g)}$$

Em relação a essa equação, analise as seguintes afirmativas:

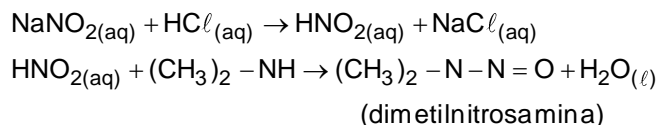
I. O C_4H_{10} é uma substância inorgânica altamente inflamável.
II. A quantidade em massa de oxigênio requerida é inferior à massa de C_4H_{10}.
III. Se a massa de oxigênio for inferior a 200g na queima de 1 mol de C_4H_{10}, a reação não ocorrerá conforme descrita na equação acima, sendo provável a formação de CO.
IV. A massa de CO_2 produzida na combustão completa de 2 mols de C_4H_{10} é inferior à massa de oxigênio consumida na reação.

De acordo com essa análise, estão **CORRETAS** as afirmativas
a) I e III.
b) III e IV.
c) II e IV.
d) I e II.

28. (Uemg 2013) O nitrito de sódio ($NaNO_2$), um conservante de carnes, tem sido alvo de polêmicas. Na presença de ácido clorídrico $(HC\ell)$, do suco gástrico, ele forma o ácido nitroso (HNO_2), que, por ação de enzimas, reage produzindo as nitrosaminas, comprovadamente cancerígenas. No Brasil, para conservar carnes, o limite máximo permitido é de 0,20% m/m de nitrito de sódio.
A reação do processo descrito pode ser assim equacionada:

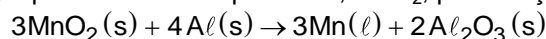
$$NaNO_{2(aq)} + HC\ell_{(aq)} \rightarrow HNO_{2(aq)} + NaC\ell_{(aq)}$$

$$HNO_{2(aq)} + (CH_3)_2 - NH \rightarrow (CH_3)_2 - N - N = O + H_2O_{(\ell)}$$

(dimetilnitrosamina)

I. Em 3 kg de carnes, pode-se utilizar 60 g de $NaNO_2$.
II. Partindo-se de 6,9 g de $NaNO_2$, forma-se 4,7 g de HNO_2.
III. Um mol de nitrito de sódio produzirá 2 mol de dimetilnitrosamina.
IV. Cada 36,5 g de ácido clorídrico que reagem produzem 74 g de dimetilnitrosamina.

São **CORRETAS** apenas as proposições
a) I e II.
b) III e IV.
c) I e III.
d) II e IV.

29. (G1 - ifsp 2013) O metal manganês, empregado na obtenção de ligas metálicas, pode ser obtido no estado líquido, a partir do mineral pirolusita, MnO_2, pela reação representada por:

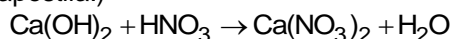
$$3MnO_2(s) + 4A\ell(s) \rightarrow 3Mn(\ell) + 2A\ell_2O_3(s)$$

Considerando que o rendimento da reação seja de 100%, a massa de alumínio, em quilogramas, que deve reagir completamente para a obtenção de 165 kg de manganês, é
Massas molares em g/mol: $A\ell = 27;\ Mn = 55;\ O = 16.$
a) 54.
b) 108.
c) 192.
d) 221.
e) 310.

30. (Fuvest 2013) Uma moeda antiga de cobre estava recoberta com uma camada de óxido de cobre (II). Para restaurar seu brilho original, a moeda foi aquecida ao mesmo tempo em que se passou sobre ela gás hidrogênio. Nesse processo, formou-se vapor de água e ocorreu a redução completa do cátion metálico.
As massas da moeda, antes e depois do processo descrito, eram, respectivamente, 0,795 g e 0,779 g. Assim sendo, a porcentagem em massa do óxido de cobre (II) presente na moeda, antes do processo de restauração, era.
Dados: Massas molares (g/mol), H=1,00; O=16,0; Cu=63,5.
a) 2%
b) 4%
c) 8%
d) 10%
e) 16%

31. (Cefet MG 2013) O carbonato de lítio é um medicamento empregado para o tratamento de transtornos bipolares. Se um indivíduo toma um comprimido de 750 mg ao dia, então, estará ingerindo diariamente. Dados: Li = 7; C = 12; O = 16.
a) $6,0 \times 10^{21}$ íons lítio.
b) $6,0 \times 10^{23}$ íons carbonato.
c) 0,01 mol de carbonato de lítio.
d) $1,8 \times 10^{24}$ átomos de oxigênio.
e) 2,0 íons carbonato para cada íon lítio.

32. (Pucrj 2013) A queima de 5,0 g de uma amostra de carbono consumiu totalmente esse reagente e produziu uma mistura de CO e CO_2.
Se a massa de CO_2 produzida foi 13,9 g, a quantidade em mol de CO é:
a) 0,02
b) 0,05
c) 0,08
d) 0,1
e) 0,15

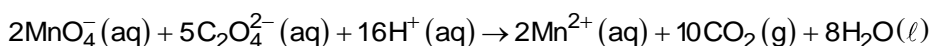
33. (Uern 2013) Em uma reação, 296 g de hidróxido de cálcio são adicionados a 315 g de ácido nítrico. (Obs.: Esta questão não tem resposta certa, mas vale fazer o exercício. Confira com a resolução ao final da apostila.)

$$Ca(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O$$

Acerca da reação apresentada, assinale a afirmativa INCORRETA.
a) São formados 656 g de $Ca(NO_3)_2$.
b) Há, em excesso, 65 g de HNO_3.
c) Há formação de 4 mols de H_2O.
d) O reagente limitante é o $Ca(OH)_2$.

34. (Unicamp 2013) “Pegada de carbono”, do Inglês *carbon footprint*, é a massa de gases do efeito estufa emitida por uma determinada atividade. Ela pode ser calculada para uma pessoa, uma fábrica, um país ou qualquer dispositivo, considerando-se qualquer intervalo de tempo. Esse cálculo, no entanto, é bem complexo e requer informações muito detalhadas. Por isso, no lugar da pegada de carbono, utiliza-se o fator de emissão de CO_2, que é definido como a massa emitida de CO_2 por atividade. Uma pessoa, por exemplo, tem um fator de emissão de cerca de 800 gramas de CO_2 por dia, catabolizando açúcar $(CH_2O)_n$ e gordura $(CH_2)_n$.

a) Tomando por base os dois “combustíveis humanos” citados (açúcar e gordura), qual deles teria maior fator de emissão de CO_2, considerando-se uma mesma massa consumida? Justifique.
b) Uma pessoa utiliza diariamente, em média, 150 gramas de gás butano (C_4H_{10}) cozinhando alimentos. O fator de emissão de CO_2 relativo a esse cozimento é maior, menor ou igual ao da catabolização diária do ser humano indicada no texto? Justifique.

35. (Fuvest 2013) A transformação representada pela equação química

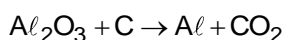
$$2MnO_4^-(aq) + 5C_2O_4^{2-}(aq) + 16H^+(aq) \rightarrow 2Mn^{2+}(aq) + 10CO_2(g) + 8H_2O(\ell)$$

foi efetuada em condições de temperatura e pressão tais que o volume molar do $CO_2(g)$ era de 22 L/mol. Se x é o número de mols de MnO_4^-, gastos na reação, e V é o volume, medido em litros, de $CO_2(g)$ gerado pela reação, obtenha
a) V como função de x;
b) a quantidade, em mols, de MnO_4^- que serão gastos para produzir 440 L de $CO_2(g)$.

36. (Enem 2013) A produção de aço envolve o aquecimento do minério de ferro, junto com carvão (carbono) e ar atmosférico em uma série de reações de oxirredução. O produto é chamado de ferro-gusa e contém cerca de 3,3% de carbono. Uma forma de eliminar o excesso de carbono é a oxidação a partir do aquecimento do ferro-gusa com gás oxigênio puro. Os dois principais produtos formados são aço doce (liga de ferro com teor de 0,3% de carbono restante) e gás carbônico. As massas molares aproximadas dos elementos carbono e oxigênio são, respectivamente, 12 g/mol e 16 g/mol.

LEE, J. D. *Química Inorgânica não tão concisa*. São Paulo: Edgard Blücher, 1999 (adaptado).

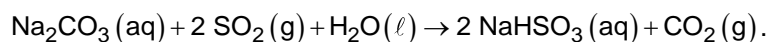
Considerando que um forno foi alimentado com 2,5 toneladas de ferro-gusa, a massa de gás carbônico formada, em quilogramas, na produção de aço doce, é mais próxima de
a) 28. b) 75. c) 175. d) 275. e) 303.

37. (Cefet MG 2013) No processo de obtenção do alumínio, metal utilizado na fabricação de latinhas de refrigerantes, ocorre uma etapa de extração do minério (bauxita) que gera um produto intermediário, a alumina ($A\ell_2O_3$) com 100% de rendimento. A equação não balanceada que descreve a redução do alumínio (eletrólise) envolvida nesse processo é

$$A\ell_2O_3 + C \rightarrow A\ell + CO_2$$

Se a quantidade média de alumina na bauxita é de 45% em massa e cada latinha de refrigerante consome 0,49 mol de alumínio, então a massa de bauxita a ser retirada do ambiente para produzir 1.000 latinhas é, aproximadamente, em kg, igual a

Dados: $A\ell$ = 27; O = 16.
a) 11,3.
b) 25,0.
c) 50,0.
d) 55,5.
e) 111,1.

38. (Fgv 2013) O hidrogenossulfito de sódio, $NaHSO_3$, é um insumo usado na indústria de fabricação de papel e de curtume. Pode ser obtido a partir da reação representada na seguinte equação:

$$Na_2CO_3\,(aq) + 2\ SO_2\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightarrow 2\ NaHSO_3\,(aq) + CO_2\,(g).$$

A quantidade máxima de $NaHSO_3$, em mols, produzida a partir de 42,4 toneladas de Na_2CO_3, é
a) 4×10^4.
b) 4×10^5.
c) 8×10^4.
d) 8×10^5.
e) 8×10^6.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:
Considere as informações para responder à(s) questão(ões) a seguir.

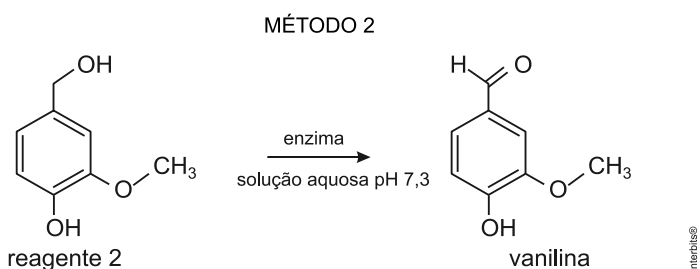
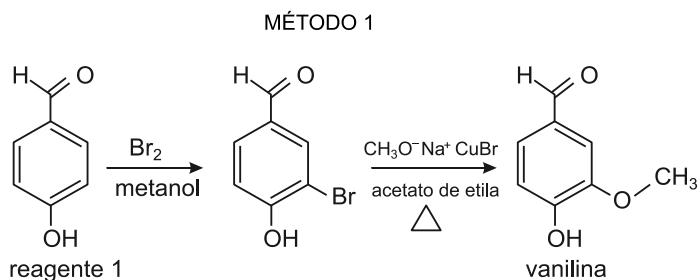
Um estudante precisa de uma pequena quantidade de vanilina e decidiu pesquisar métodos sintéticos de produção da substância em laboratório, e obteve informações sobre dois métodos:

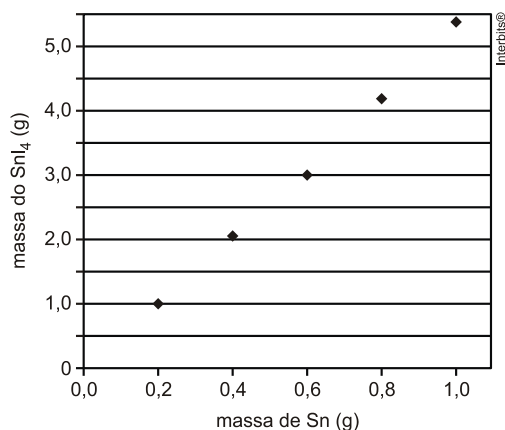
MÉTODO 1

reagente 1 $\xrightarrow[\text{metanol}]{Br_2}$ (bromo-derivado) $\xrightarrow[\text{acetato de etila}, \Delta]{CH_3O^-Na^+\ CuBr}$ vanilina

MÉTODO 2

reagente 2 $\xrightarrow[\text{solução aquosa pH 7,3}]{\text{enzima}}$ vanilina

Interbits®

39**.** (Unesp 2013) Considere que, para obter vanilina no laboratório, o estudante optou pela aplicação do método 1, e usando 15 g do reagente 1, obteve 10 g de vanilina.
Sabendo que a massa molar da vanilina é de 158 g, o rendimento da síntese realizada pelo estudante foi de, aproximadamente,
a) 80%. b) 25%. c) 50%. d) 12%. e) 65%.

40**.** (Fuvest 2012) Volumes iguais de uma solução de I_2 (em solvente orgânico apropriado) foram colocados em cinco diferentes frascos. Em seguida, a cada um dos frascos foi adicionada uma massa diferente de estanho (Sn), variando entre 0,2 e 1,0 g. Em cada frasco, formou-se uma certa quantidade de SnI_4, que foi, então, purificado e pesado. No gráfico abaixo, são apresentados os resultados desse experimento.

Com base nesses resultados experimentais, é possível afirmar que o valor da relação

$$\frac{\text{massa molar do } I_2}{\text{massa molar do Sn}}$$

é, aproximadamente,
a) 1 : 8
b) 1 : 4
c) 1 : 2
d) 2 : 1
e) 4 : 1

Gabarito:

Resposta da questão 1:
[Resposta do ponto de vista da disciplina de Química]

a) Teremos:

Para n mols de butano:

$$1\,\text{mol}\ C_4H_{10} \text{ ——— } 58\ \text{g}$$
$$n \text{ ——— } m_{C_4H_{10}}$$
$$m_{C_4H_{10}} = 58n\ \text{g}$$

Para n mols de propano:

$$1\,\text{mol}\ C_3H_8 \text{ ——— } 44\ \text{g}$$
$$n \text{ ——— } m_{C_3H_8}$$
$$m_{C_3H_8} = 44n\ \text{g}$$

$$m_{C_4H_{10}} + m_{C_3H_8} = 1{,}02\ \text{g}$$
$$58n\,\text{g} + 44n\,\text{g} = 1{,}02\,\text{g}$$
$$n = 0{,}01\,\text{mol}$$
$$n_{total} = 2n = 2 \times 0{,}01 = 0{,}02\ \text{mol}$$

b) Para a mistura de propano e butano, teremos:

$$24\ \text{L} \text{ ——— } 1\,\text{mol}$$
$$V \text{ ——— } 0{,}02\ \text{mol}$$
$$V = 0{,}48\ \text{L} = 480\ \text{mL}$$

$$\text{Vazão do gás} = \frac{V\,(\text{volume})}{\Delta t\ (\text{tempo})}$$
$$48\ \text{mL.min}^{-1} = \frac{480\ \text{mL}}{\Delta t}$$
$$\Delta t = 10\ \text{min}$$

c) Teremos:

$$\Delta t = 10\ \text{min} = 10 \times 60\ \text{s} = 600\ \text{s}$$
$$\text{Velocidade} = \frac{\Delta S}{\Delta t}$$
$$2{,}5\,\text{m.s}^{-1} = \frac{\Delta S}{600\text{s}}$$
$$\Delta S = 1500\ \text{m}$$
ou
$$\Delta S = 1{,}5 \times 10^3\ \text{m}$$

[Resposta do ponto de vista da disciplina de Física]

a) Química.

b) Química.
c) Dado: $v_m = 2,5 \text{ m/s}$.
Do item anterior: $\Delta t = 10 \text{ min} = 600 \text{ s}$.
$D = v_m \, \Delta t = 2,5 \cdot 600 \quad \Rightarrow \quad D = 1.500 \text{ m}$.

Resposta da questão 2:
02 + 04 = 06.

[Resposta do ponto de vista da disciplina de Química]
[02] As proporções iguais entre massa final e inicial de cada pedaço de palha de aço queimado se devem à Lei de Proust (proporções fixas).

[04] Se João queimar completamente o terceiro pedaço, a massa final do mesmo deverá ficar em torno de 18,9 g.

Primeiro pedaço (10,0 g):
$m_{\text{após a queima}} = 10,5 \text{ g}$
$\dfrac{10,5 - 10,0}{10} = 0,05 = 5\ \%$

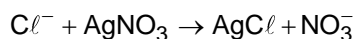
Segundo pedaço (12,0 g):
$m_{\text{após a queima}} = 12,6 \text{ g}$
$\dfrac{12,6 - 12,0}{12} = 0,05 = 5\ \%$

Terceiro pedaço (18,0 g):
$m_{\text{após a queima}} = m$
$\dfrac{m - 18,0}{18} = 0,05$
$m = 18,9 \text{ g}$

[Resposta do ponto de vista da disciplina de Matemática]
[16] Falsa, pois a razão de semelhança será $\sqrt{\dfrac{18}{10}} = \sqrt{\dfrac{9}{5}} = \dfrac{3}{\sqrt{5}}$.

Resposta da questão 3:
[B]

[I] **Correta**. Segundo a equação: $Ca + 2C \rightarrow CaC_2$ são necessários 2 mol de C para cada mol de Ca.
[II] **Incorreta**. A fórmula mínima são os menores inteiros após o balanceamento, que serão: 1:2:1:2
[III] **Incorreta**. Ocorreu oxidação aparente do carbono e não sua redução.
[IV] **Correta**. O acetileno C_2H_2 não segue a regra do octeto quando representado pela estrutura de Lewis.

Resposta da questão 4:
[A]

$$C\ell^- + AgNO_3 \rightarrow AgC\ell + NO_3^-$$
$$35{,}5g \text{ —— } 143{,}5g$$
$$x \text{ —— } 0{,}861g$$
$$x = 0{,}213g$$

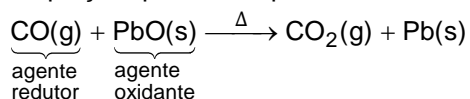
$$1mol\ de\ C\ell^- \text{ —— } 35{,}5g$$
$$x\ mol \text{ —— } 0{,}231g$$
$$xmol = 6 \cdot 10^{-3} mol$$

O íon $C\ell^-$ é obtido da mistura dos compostos: $NaC\ell + KC\ell$ (amostra de 0,415g).

Assim teremos:
$58{,}5g\ de\ NaC\ell + 74{,}5g\ de\ KC\ell = 0{,}415g$

$$x\ n_{NaC\ell} + y\ n_{KC\ell} = 0{,}006\ mol$$
$$58{,}5x + 74{,}5y = 0{,}415g$$
$$x + y = 0{,}006$$
$$58{,}5(0{,}006 - y) + 74{,}5y = 0{,}415$$
$$0{,}352 - 58{,}5y + 74{,}5y = 0{,}415$$
$$16y = 0{,}415 - 0{,}351$$
$$y_{KC\ell} = 0{,}004mol\ e\ x_{NaC\ell} = 0{,}002mol$$
$$0{,}002mol\ de\ NaC\ell \text{ —— } 0{,}117g$$
$$0{,}415g \text{ —— } 100\%$$
$$0{,}117g \text{ —— } x\%$$
$$x = 28\%$$

Resposta da questão 5:
a) Monóxido de carbono é formado a partir da queima do carvão, então se pode representar a equação química do processo de obtenção do chumbo metálico da seguinte maneira:

$$\underbrace{CO(g)}_{\text{agente redutor}} + \underbrace{PbO(s)}_{\text{agente oxidante}} \xrightarrow{\Delta} CO_2(g) + Pb(s)$$

$$+2 \text{ ———————— } +4 \text{ (oxidação do carbono)}$$
$$+2 \text{ ———————— } 0 \text{ (redução do chumbo)}$$

b) Receita Federal apreendeu mais de 350 toneladas de vidro contaminado por chumbo no Porto de Navegantes. O laudo técnico confirmou que a porcentagem em massa de chumbo era de 11,5 %, então:

$$\overbrace{350 \times 10^6\ g}^{350\ t} \text{ ——— } 100\% \text{ (vidro)}$$
$$m_{chumbo} \text{ ——— } 11{,}5\%$$
$$m_{chumbo} = 40{,}25 \times 10^6\ g$$

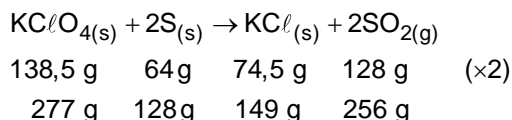
Cálculo da quantidade de chumbo a ser recuperada:

$1\,\text{mol (chumbo)} ——— 207\ \text{g}$

$n_{chumbo} ——— 40{,}25 \times 10^6\ \text{g}$

$n_{chumbo} = 1{,}94 \times 10^5\ \text{mol}$

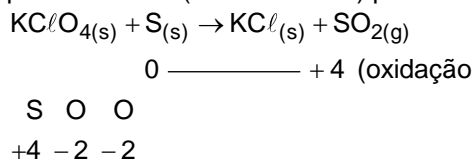
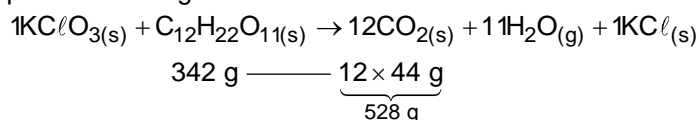
Resposta da questão 6:
02 + 04 + 08 = 14.

Comentários:
- Em II, na produção da fumaça preta, para que sejam formados 149 g de cloreto de potássio, é necessário promover a reação entre 277 g de perclorato de potássio e 128 g de enxofre sólido.

$$KC\ell O_{4(s)} + 2S_{(s)} \rightarrow KC\ell_{(s)} + 2SO_{2(g)}$$
$$138{,}5\ g \quad 64\ g \quad 74{,}5\ g \quad 128\ g \quad (\times 2)$$
$$277\ g \quad 128\ g \quad 149\ g \quad 256\ g$$

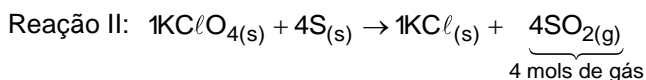
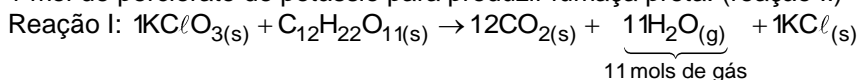
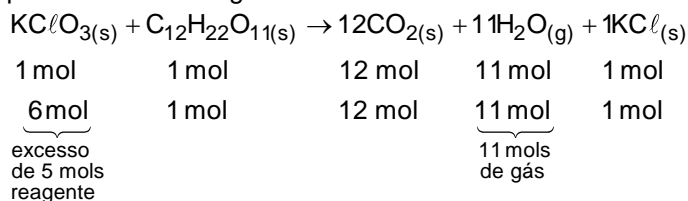
- Na produção da fumaça preta, considerando a reação II, o número de oxidação do enxofre passa de zero (enxofre sólido) para +4 (molécula de SO_2).

$$KC\ell O_{4(s)} + S_{(s)} \rightarrow KC\ell_{(s)} + SO_{2(g)}$$
$$0 ——— +4\ \text{(oxidação}$$
$$S \quad O \quad O$$
$$+4 \quad -2 \quad -2$$

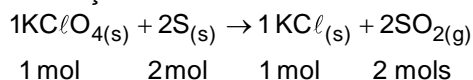
- Para a produção da fumaça branca, considerando a reação I, a utilização de 342 g de lactose produzirá 528 g de dióxido de carbono.

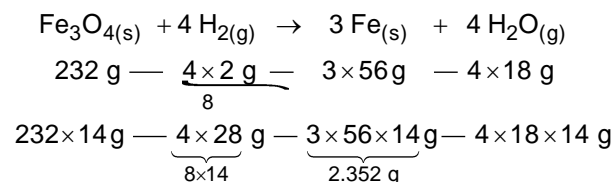
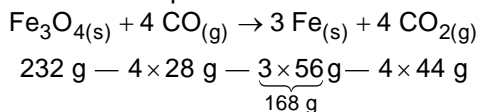
$$1KC\ell O_{3(s)} + C_{12}H_{22}O_{11(s)} \rightarrow 12CO_{2(s)} + 11H_2O_{(g)} + 1KC\ell_{(s)}$$
$$342\ g ——— \underbrace{12 \times 44\ g}_{528\ g}$$

- O número de mols de gases formados pela reação de 1 mol de clorato de potássio para a produção de fumaça branca é maior que o número de mol de gases formados pela reação de 1 mol de perclorato de potássio para produzir fumaça preta. (reação II)

Reação I: $1KC\ell O_{3(s)} + C_{12}H_{22}O_{11(s)} \rightarrow 12CO_{2(s)} + \underbrace{11H_2O_{(g)}}_{11\ \text{mols de gás}} + 1KC\ell_{(s)}$

Reação II: $1KC\ell O_{4(s)} + 4S_{(s)} \rightarrow 1KC\ell_{(s)} + \underbrace{4SO_{2(g)}}_{4\ \text{mols de gás}}$

- Em I, a reação de 6 mol de clorato de potássio com 1 mol de lactose produz 11 mols de produto no estado gasoso.

$$KC\ell O_{3(s)} + C_{12}H_{22}O_{11(s)} \rightarrow 12CO_{2(s)} + 11H_2O_{(g)} + 1KC\ell_{(s)}$$
$$1\ mol \quad 1\ mol \quad 12\ mol \quad 11\ mol \quad 1\ mol$$
$$\underbrace{6\ mol}_{\text{excesso de 5 mols reagente}} \quad 1\ mol \quad 12\ mol \quad \underbrace{11\ mol}_{\text{11 mols de gás}} \quad 1\ mol$$

- Em II, a reação de 1 mol de perclorato de potássio com 2 mol de enxofre sólido resulta na formação de 2 mols de dióxido de enxofre.

$$1KC\ell O_{4(s)} + 2S_{(s)} \rightarrow 1\,KC\ell_{(s)} + 2SO_{2(g)}$$
$$1\ mol \quad 2\ mol \quad 1\ mol \quad 2\ mols$$

Resposta da questão 7:
02 + 04 = 06.

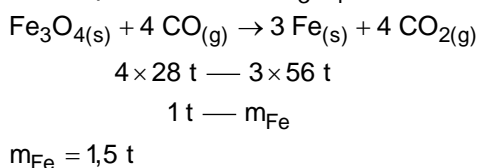
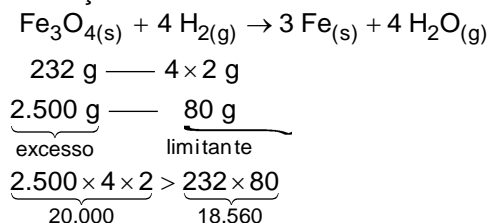
[01] Em processos separados, quantidades idênticas em massa de monóxido de carbono e de hidrogênio produzem quantidades diferentes de ferro metálico, a partir de Fe_3O_4 em excesso estequiométrico.

$$Fe_3O_{4(s)} + 4\ CO_{(g)} \rightarrow 3\ Fe_{(s)} + 4\ CO_{2(g)}$$
$$232\ g — 4 \times 28\ g — \underbrace{3 \times 56}_{168\ g} g — 4 \times 44\ g$$

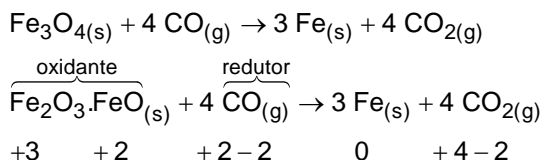
$$Fe_3O_{4(s)}\ + 4\ H_{2(g)}\ \rightarrow\ 3\ Fe_{(s)}\ +\ 4\ H_2O_{(g)}$$
$$232\ g — \underbrace{4 \times 2\ g}_{8} — 3 \times 56 g — 4 \times 18\ g$$
$$232 \times 14 g — \underbrace{4 \times 28}_{8 \times 14}\ g — \underbrace{3 \times 56 \times 14}_{2.352\ g} g — 4 \times 18 \times 14\ g$$

[02] É possível produzir 1,5 tonelada de ferro, utilizando-se 1 tonelada de monóxido de carbono e uma quantidade de Fe_3O_4 suficiente.

$$Fe_3O_{4(s)} + 4\ CO_{(g)} \rightarrow 3\ Fe_{(s)} + 4\ CO_{2(g)}$$
$$4 \times 28\ t — 3 \times 56\ t$$
$$1\ t — m_{Fe}$$
$$m_{Fe} = 1{,}5\ t$$

[04] Em um reator contendo 2,5 kg de Fe_3O_4 e 80 g de H_2, o hidrogênio é o reagente limitante da reação.

$$Fe_3O_{4(s)}\ + 4\ H_{2(g)} \rightarrow 3\ Fe_{(s)} + 4\ H_2O_{(g)}$$
$$232\ g — 4 \times 2\ g$$
$$\underbrace{2.500\ g}_{excesso} — \underbrace{80\ g}_{limitante}$$
$$\underbrace{2.500 \times 4 \times 2}_{20.000} > \underbrace{232 \times 80}_{18.560}$$

[08] Em ambas as reações, os gases reagentes são agentes redutores e o Fe_3O_4 é o agente oxidante.

$$Fe_3O_{4(s)} + 4\ CO_{(g)} \rightarrow 3\ Fe_{(s)} + 4\ CO_{2(g)}$$
$$\overbrace{Fe_2O_3.FeO_{(s)}}^{oxidante} + 4\ \overbrace{CO_{(g)}}^{redutor} \rightarrow 3\ Fe_{(s)} + 4\ CO_{2(g)}$$
$$+3 \quad +2 \qquad +2 -2 \qquad 0 \qquad +4 -2$$

O Fe sofre redução.

O C sofre oxidação.

$$\overbrace{Fe_2O_3.FeO_{(s)}}^{oxidante} + 4\ \overset{redutor}{H_{2(g)}} \rightarrow 3\ Fe_{(s)} + 4\ H_2O_{(g)}$$
$$+3 \quad +2 \qquad 0 \qquad 0 \qquad +1 -2$$

O Fe sofre redução.

O H sofre oxidação.

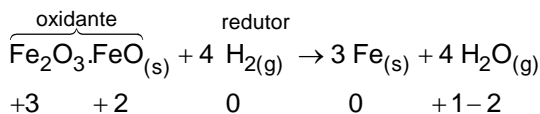
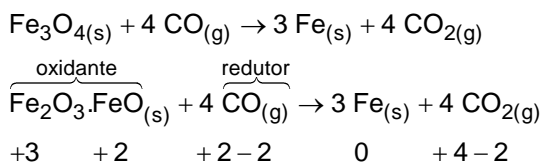
[16] Nas duas reações, nem todos os átomos têm o número de oxidação alterado quando se passa dos reagentes para os produtos.

$$\underbrace{Fe_3O_{4(s)}}_{} + 4\,CO_{(g)} \rightarrow 3\,Fe_{(s)} + 4\,CO_{2(g)}$$

$$\overbrace{Fe_2O_3.FeO_{(s)}}^{\text{oxidante}} + 4\,\overbrace{CO_{(g)}}^{\text{redutor}} \rightarrow 3\,Fe_{(s)} + 4\,CO_{2(g)}$$

$+3 \quad +2 \qquad +2-2 \qquad 0 \qquad +4-2$

$$\overbrace{Fe_2O_3.FeO_{(s)}}^{\text{oxidante}} + 4\,\overset{\text{redutor}}{H_{2(g)}} \rightarrow 3\,Fe_{(s)} + 4\,H_2O_{(g)}$$

$+3 \quad +2 \qquad 0 \qquad 0 \qquad +1-2$

Resposta da questão 8:
02 + 04 +32 = 38.

Comentários:
- Existem elementos químicos de outros períodos, além do primeiro e do segundo, como o ferro, cromo, iodo, cobre, cromo, molibdênio.

- Pode-se inferir que a quantidade de iodo que deve ser ingerida diariamente por um indivíduo saudável é menor que a quantidade diária de vitamina B9 que deve ser ingerida por este mesmo indivíduo (0,132 mg < 0,240 mg).

Vitamina B9 (ácido fólico)	0,240 mg	100
Iodo	$0,066\text{ mg} \times 2 = 0,132\text{ mg}$	$50 \times 2 = 100$

- Cada comprimido do suplemento é capaz de fornecer ao organismo 450 mg de metais alcalino-terrosos e 8,591 mg de elementos de transição.
  Alcalinos terrosos:
  Ca = 0,250 g
  Mg = 0,200 g
  0,250 g + 0,200 g = 0,450 g = 450 mg

  Metais de transição:
  Fe = 8,100 mg
  Cu = 0,450 mg
  Cr = 0,018 mg
  Mo = 0,023 mg
  Total = 8,100 + 0,450 + 0,018 + 0,023 = 8,591 mg

- Um indivíduo que ingerir, em um único dia, três comprimidos do suplemento terá ingerido 0,75 g de cálcio, o que corresponde a 75% da quantidade diária recomendada para ingestão deste elemento.

$4 \times 0,250$ g (4 comprimidos) ——— 100%

$3 \times 0,250$ g (3 comprimidos) ——— p

$p = 75\ \%$

- Quantidade não metais: fósforo e iodo.

$\text{Fósforo} = 3 \times 0,200\text{ g} = 0,600\text{ g}$

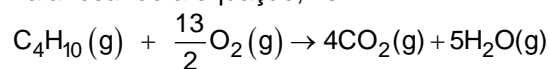
$\text{Iodo} = 2 \times 0,066\text{ g} = 0,132\text{ g}$

$\text{Total} = 0,600 + 0,132 = 0,732\text{ g}$

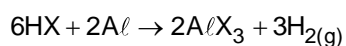
- O suplemento em questão possui, como minerais, elementos de transição, não metais e metais alcalino-terrosos.

Resposta da questão 9:
[D]

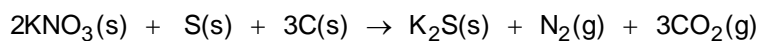
Balanceando a equação, vem:

$$C_4H_{10}(g) + \frac{13}{2}O_2(g) \rightarrow 4CO_2(g) + 5H_2O(g)$$

$$58\text{ g} \text{ ——————— } 4 \times 24{,}5\text{ L}$$
$$174\text{ g} \text{ ——————— } V_{CO_2}$$
$$V_{CO_2} = 294{,}0\text{ L}$$

Resposta da questão 10:
[B]

$$6HX + 2A\ell \rightarrow 2A\ell X_3 + 3H_{2(g)}$$

$$6\text{mols HX} \text{ —— } 3 \cdot 22{,}4\text{L de } H_{2(g)}$$
$$3\text{mols} \text{ ——— } x$$
$$x = 33{,}6 \approx 34\text{L}$$

Resposta da questão 11:
[A]

Teremos:

$$2KNO_3(s) + S(s) + 3C(s) \rightarrow K_2S(s) + N_2(g) + 3CO_2(g)$$
$$\underbrace{2 \times 101\text{ g} \text{ —— } 32\text{ g} \text{ —— } 3 \times 12\text{ g}}_{202\text{ g} + 32\text{ g} + 36\text{ g} = 270\text{ g}}$$

$$270\text{ g} \text{ ——— } 100\%$$
$$202\text{ g} \text{ ——— } p_{KNO_3}$$
$$p_{KNO_3} = 74{,}8148\ \% \approx 75\ \%$$

$$270\text{ g} \text{ ——— } 100\%$$
$$32\text{ g} \text{ ——— } p_S$$
$$p_S = 11{,}85185\ \% \approx 12\ \%$$

$$270\text{ g} \text{ ——— } 100\%$$
$$36\text{ g} \text{ ——— } p_C$$
$$p_C = 13{,}3333\ \% \approx 13\ \%$$

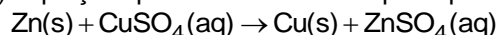
Resposta da questão 12:
[C]

Teremos:

$$CO_2 + CaO \rightarrow CaCO_3$$
$$44\text{ g} — 56\text{ g}$$
$$\underbrace{22\text{ g}}_{\text{limitante}} — \underbrace{40\text{ g}}_{\text{excesso}}$$
$$\left.\begin{array}{l}44 \times 40 = 1.760 \\ 22 \times 56 = 1.232\end{array}\right\} 1.760 > 1.232$$
$$CO_2 + CaO \rightarrow CaCO_3$$
$$44\text{ g} — 56\text{ g}$$
$$22\text{ g} — m_{reage}$$
$$m_{reage} = 28\text{ g}$$
$$m_{excesso} = 40 - 28 = 12\text{ g}$$

Resposta da questão 13:

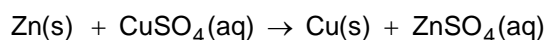
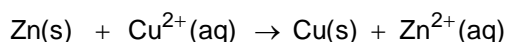
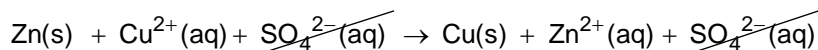
a) Equação química balanceada que representa a transformação investigada:

$$Zn(s) + CuSO_4(aq) \rightarrow Cu(s) + ZnSO_4(aq)$$

b) O reagente limitante no experimento é o sulfato de cobre $(CuSO_4)$. Observe:

Experimento	**Quantidade de matéria de Zn(s) (mol)**	**Quantidade de matéria de Cu^{2+}(aq) (mol)**	**Quantidade de matéria total* (mol)**	**T_f (°C)**
3	0,7	0,3	1,0	27,9

*Quantidade de matéria total = soma das quantidades de matéria iniciais de Zn(s) e Cu^{2+}(aq).

$$Zn(s) + CuSO_4(aq) \rightarrow Cu(s) + ZnSO_4(aq)$$

ou

$$Zn(s) + Cu^{2+}(aq) + \cancel{SO_4^{2-}(aq)} \rightarrow Cu(s) + Zn^{2+}(aq) + \cancel{SO_4^{2-}(aq)}$$
$$Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Cu(s) + Zn^{2+}(aq)$$
$$1\text{ mol} — 1\text{ mol}$$
$$\underbrace{0,7\text{ mol}}_{\substack{0,3\text{ mol reage;} \\ \text{excesso de} \\ 0,4\text{ mol} \\ (0,7-0,3)}} — \underbrace{0,3\text{ mol}}_{\text{Limitante}}$$

c) Teremos:

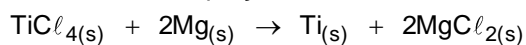
Experimento	**Quantidade de matéria de Zn(s) (mol)**	**Quantidade de matéria de Cu^{2+}(aq) (mol)**	**Quantidade de matéria total* (mol)**	**T_f (°C)**
4	X = 0,5 mol	Y = 0,5 mol	1,0	**T_4**

*Quantidade de matéria total = soma das quantidades de matéria iniciais de Zn(s) e Cu^{2+}(aq).

A temperatura T_4 será a maior possível quando: X = Y = 0,5 mol, pois a quantidade total de matéria é 1,0 mol e não há excesso de reagente.

Resposta da questão 14:
[C]

Teremos:

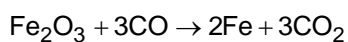
$TiC\ell_4 = 189{,}9$
Balanceado a equação, vem:
$TiC\ell_{4(s)} + 2Mg_{(s)} \rightarrow Ti_{(s)} + 2MgC\ell_{2(s)}$
$189{,}9\ g —— 2 \times 6{,}02 \times 10^{23}$ átomos de Mg
$63{,}3\ g —— n_{\text{átomos de Mg}}$
$n_{\text{átomos de Mg}} = 4{,}01 \times 10^{23}$ átomos de Mg

Resposta da questão 15:
[A]

Estima-se que a taxa de absorção de CO_2 por uma árvore, em média, seja de 10 kg/ano.
Se um automóvel tem um consumo médio de 10 km/kg de etanol e roda 50 km em média por dia, é necessário o plantio de, no mínimo, 349 árvores para absorção completa do CO_2 gerado pelo veículo, em um ano de 365 dias:

1 ano —— 10 kg CO_2 (1 árvore)
Para o automóvel (um dia):
1 kg etanol —— 10 km
5 kg etanol —— 50 km

46 g etanol (1 mol) —— 2×44 g (2 mol) CO_2
5.000 g etanol —— m_{CO_2}
$m_{CO_2} = 9.565{,}22\ g \approx 9{,}565\ kg$
Para 365 dias, vem:
1 árvore ——— 10 kg CO_2
n ——— $9{,}565\ kg \times 365$
$n = 349{,}1225 \approx 349$ árvores

Resposta da questão 16:
[A]

Balanceando, teremos:

$Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$
1 mol ———— 2×56 g
2 mol ———— m_{Fe}
$m_{Fe} = 224\ g$

Resposta da questão 17:

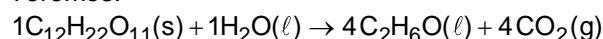
a) Na reciclagem quaternária, o material polimérico é usado diretamente como combustível para gerar energia térmica ou elétrica, isto significa que ocorrerá liberação de gás carbônico e de poluentes como o monóxido de carbono durante a combustão. Portanto, a reciclagem secundária, na qual ocorre reutilização dos materiais descartados, seria melhor do que a quaternária.

b) De acordo com a Lei de Lavoisier a soma das massas dos polímeros e gás oxigênio (reagentes) será igual à soma das massas de água e gás carbônico (produtos) formados na combustão.

Resposta da questão 18:

[D]

Teremos:

$$1C_{12}H_{22}O_{11}(s) + 1H_2O(\ell) \rightarrow 4\,C_2H_6O(\ell) + 4\,CO_2(g)$$

$$1\ \text{mol} \text{ ——— } 4 \times 0{,}85\ \text{mol}$$

$$100\ \text{mol} \text{ ——— } n_{C_2H_6O}$$

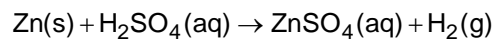
$$n_{C_2H_6O} = 340\ \text{mol}$$

$$m_{C_2H_6O} = 340 \times 46 = 15.640\ \text{g} = 15{,}64\ \text{kg}$$

Resposta da questão 19:

[D]

Teremos:

$$Zn(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow ZnSO_4(aq) + H_2(g)$$

$$65\ \text{g} \text{ ——— } 2\ \text{g}$$

$$130\ \text{g} \text{ ——— } m_{H_2}$$

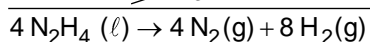
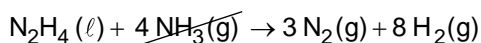
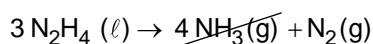
$$m_{H_2} = 4\ \text{g}$$

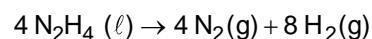
Resposta da questão 20:

Somando as equações estequiométricas, teremos:

$$3\,N_2H_4\ (\ell) \rightarrow \cancel{4\,NH_3(g)} + N_2(g)$$

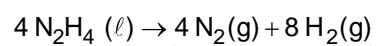
$$N_2H_4\ (\ell) + \cancel{4\,NH_3(g)} \rightarrow 3\,N_2(g) + 8\,H_2(g)$$

$$\overline{4\,N_2H_4\ (\ell) \rightarrow 4\,N_2(g) + 8\,H_2(g)}$$

$$N_2H_4 = 32\ \text{g.mol}^{-1};\ H_2 = 2\ \text{g.mol}^{-1}$$

$$4\,N_2H_4\ (\ell) \rightarrow 4\,N_2(g) + 8\,H_2(g)$$

$$4 \times 32\ \text{g} \text{ ——— } 8 \times 2\ \text{g}$$

$$1\ \text{g} \text{ ——— } m_{H_2}$$

$$m_{H_2} = 0{,}125\ \text{g}$$

$$4\,N_2H_4\ (\ell) \rightarrow \underbrace{4\,N_2(g) + 8\,H_2(g)}_{12\ \text{volumes}}$$

$$4 \times 32\ \text{g} \text{ ——— } 12 \times 22{,}4\ \text{L}$$

$$1\ \text{g} \text{ ——— } V_{total}$$

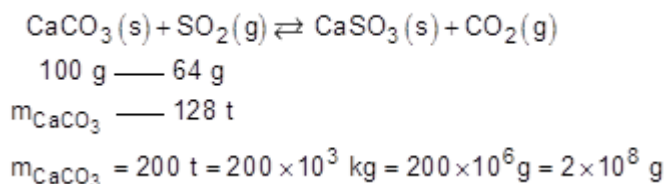
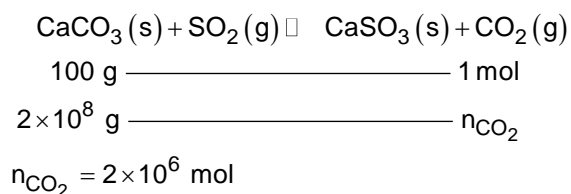
$$V_{total} = 2{,}10\ \text{L}$$

Resposta da questão 21:

a) A partir da relação estequiométrica, teremos:

$$CaCO_3(s) + SO_2(g) \rightleftarrows CaSO_3(s) + CO_2(g)$$
$$100\ g \text{ — } 64\ g$$
$$m_{CaCO_3} \text{ — } 128\ t$$
$$m_{CaCO_3} = 200\ t = 200 \times 10^3\ kg = 200 \times 10^6 g = 2 \times 10^8\ g$$

b) A partir da relação estequiométrica, teremos:

$$CaCO_3(s) + SO_2(g) \rightleftarrows CaSO_3(s) + CO_2(g)$$
$$100\ g \text{ ——— } 1\ mol$$
$$2 \times 10^8\ g \text{ ——— } n_{CO_2}$$
$$n_{CO_2} = 2 \times 10^6\ mol$$

$$R = 0{,}082\ atm \times L \times mol^{-1} \times K^{-1}$$
$$P \times V = n \times R \times T$$
$$1 \times V_{CO_2} = 2 \times 10^6 \times 0{,}082 \times 298$$
$$V_{CO_2} = 48{,}872 \times 10^6\ L = 4{,}89 \times 10^7\ L$$

Resposta da questão 22:

[C]

Cálculo da massa esperada de boro que seria produzida pela reação de 262,5 g de óxido de boro:

$$\underbrace{69{,}6\ g \text{ de } B_2O_3}_{1\ mol\ de\ B_2O_3} \text{ ——— } \underbrace{21{,}6\ g \text{ de boro}}_{2\ mols\ de\ boro}$$
$$262{,}5\ g \text{ ——— } m$$

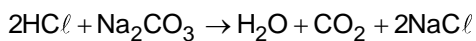
$m = 81{,}5$ g de boro.

Cálculo do rendimento da reação:

$$\underbrace{81{,}5\ g \text{ de boro}}_{Massa\ esperada} \text{ ——— } 100\%$$
$$33\ g \text{ ——— } x$$

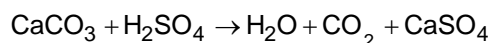
$x = 40\%$ aproximadamente.

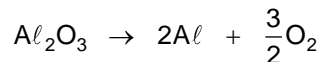
Resposta da questão 23:
a) Ligação covalente polar.

b) Teremos:

$$2HC\ell + Na_2CO_3 \rightarrow H_2O + CO_2 + 2NaC\ell$$
$$106\ g \text{ ——— } 1\ mol$$
$$5,3\ g \text{ ——— } n_{CO_2}$$
$$n_{CO_2} = 0,05\ mol$$

c) $K_W = [H^+][OH^-]$.

Resposta da questão 24:
[A]

Teremos:

$$CaCO_3 + H_2SO_4 \rightarrow H_2O + CO_2 + CaSO_4$$
$$6 \times 10^{23} \text{ ——— } 22,7\ L$$
$$1,8 \times 10^{23} \text{ ——— } V_{CO_2}$$
$$V_{CO_2} = 6,81L$$

Resposta da questão 25:
a) Teremos:

$$A\ell_2O_3 \rightarrow 2A\ell + \frac{3}{2}O_2$$
$$102\ g \text{ —— } 54\ g$$
$$m_{A\ell_2O_3} \text{ —— } 32 \times 10^6\ t$$
$$m_{A\ell_2O_3} = 60,44 \times 10^6\ t$$

Então:

$$60,44 \times 10^6\ t \text{ ——— } 55\ \%$$
$$m_{Resíduos} \text{ ——— } 45\ \%$$
$$m_{Resíduos} = 49,45 \times 10^6\ t$$

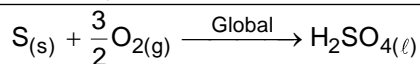
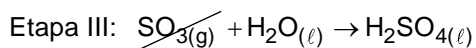
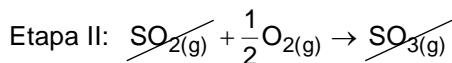
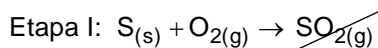
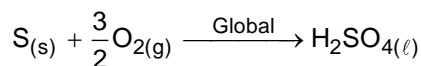
b) Estimando em 10 minutos o tempo de duração do banho, em um chuveiro cuja potência é de 3.000 W, teremos:

$$3000\ W \times (10 \times 60)s = 1,8 \times 10^6\ J\ (1\ banho)$$
$$1,8 \times 10^6\ J \text{ ——— } 1\ banho$$
$$3,6 \times 10^6\ J \text{ ——— } n$$
$$n = 2\ banhos$$

Resposta da questão 26:
[D]

Teremos:

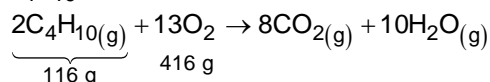
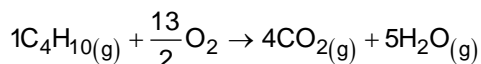
$$\text{Etapa I: } S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow \cancel{SO_{2(g)}}$$
$$\text{Etapa II: } \cancel{SO_{2(g)}} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow \cancel{SO_{3(g)}}$$
$$\text{Etapa III: } \cancel{SO_{3(g)}} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow H_2SO_{4(\ell)}$$
$$S_{(s)} + \frac{3}{2}O_{2(g)} \xrightarrow{\text{Global}} H_2SO_{4(\ell)}$$

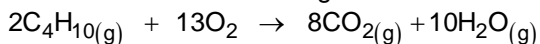
Então,

$$S_{(s)} + \frac{3}{2}O_{2(g)} \xrightarrow{\text{Global}} H_2SO_{4(\ell)}$$
$$32\text{ g} \text{ ——— } 98\text{ g} \times 0{,}90$$
$$200\text{ kg} \times 0{,}80 \text{ ——— } m_{H_2SO_4}$$
$$m_{H_2SO_4} = 441{,}0\text{ kg}$$

Resposta da questão 27:
[B]

Análise das afirmativas:
[I] **Incorreta**. O C_4H_{10} é uma substância orgânica inflamável.

[II] **Incorreta**. A quantidade em massa de oxigênio requerida (416 g) é superior à massa de C_4H_{10} (116 g).

$$\underbrace{2C_4H_{10(g)}}_{116\text{ g}} + \underset{416\text{ g}}{13O_2} \rightarrow 8CO_{2(g)} + 10H_2O_{(g)}$$

[III] **Correta**. Se a massa de oxigênio for inferior a 200 g na queima de 1 mol de C_4H_{10}, a reação não ocorrerá conforme descrita na equação acima, sendo provável a formação de CO:

$$1C_4H_{10(g)} + \frac{13}{2}O_2 \rightarrow 4CO_{2(g)} + 5H_2O_{(g)}$$
$$58\text{ g} \text{ —— } 208\text{ g}$$

[IV] **Correta**. A massa de CO_2 produzida na combustão completa de 2 mols de C_4H_{10} é inferior à massa de oxigênio consumida na reação.

$$2C_4H_{10(g)} + 13O_2 \rightarrow 8CO_{2(g)} + 10H_2O_{(g)}$$
$$2\text{ mols} \text{ —— } \underbrace{13 \times 32\text{ g}}_{416\text{ g}} \text{ —— } \underbrace{8 \times 44\text{ g}}_{352\text{ g}}$$

Resposta da questão 28:
[D]

[I] Incorreta:

$NaNO_{2(aq)} + HC\ell_{(aq)} \rightarrow HNO_{2(aq)} + NaC\ell_{(aq)}$

$0,20\% m/m:\ 0,20g \text{ de } NaNO_2$ ——— 100g de solução

x ——— 3000g

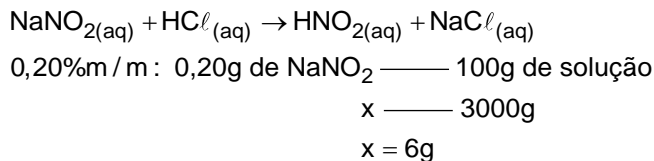
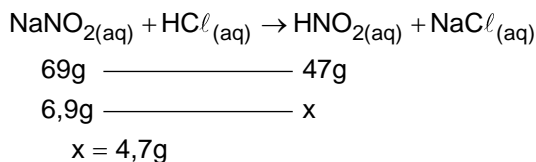
$x = 6g$

[II] Correta:

$NaNO_{2(aq)} + HC\ell_{(aq)} \rightarrow HNO_{2(aq)} + NaC\ell_{(aq)}$

69g ——————— 47g

6,9g ——————— x

$x = 4,7g$

[III] Incorreta:

Somando as 2 equações, teremos:

$NaNO_{2(aq)} + HC\ell_{(aq)} \rightarrow HNO_{2(aq)} + NaC\ell_{(aq)}$

$HNO_{2(aq)} + (CH_3)_2 - NH \rightarrow (CH_3)_2 - N - N = O + H_2O_{(\ell)}$

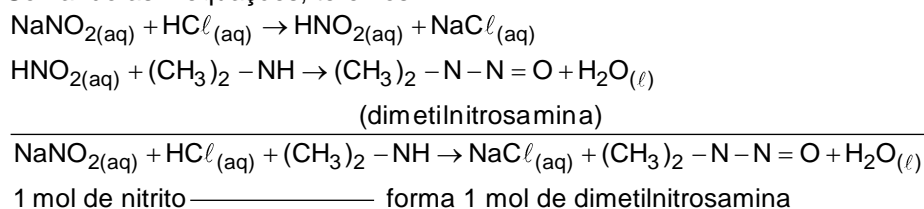
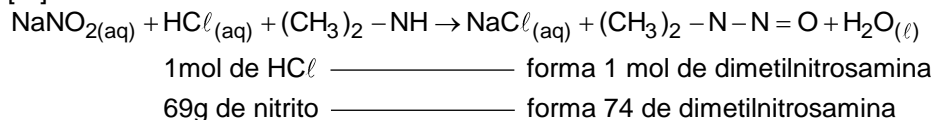
(dimetilnitrosamina)

$NaNO_{2(aq)} + HC\ell_{(aq)} + (CH_3)_2 - NH \rightarrow NaC\ell_{(aq)} + (CH_3)_2 - N - N = O + H_2O_{(\ell)}$

1 mol de nitrito ——————— forma 1 mol de dimetilnitrosamina

[IV] Correta:

$NaNO_{2(aq)} + HC\ell_{(aq)} + (CH_3)_2 - NH \rightarrow NaC\ell_{(aq)} + (CH_3)_2 - N - N = O + H_2O_{(\ell)}$

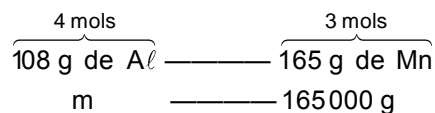
1mol de $HC\ell$ ——————— forma 1 mol de dimetilnitrosamina

69g de nitrito ——————— forma 74 de dimetilnitrosamina

Resposta da questão 29:
[B]

De acordo com a equação: $3MnO_2(s) + 4A\ell(s) \rightarrow 3Mn(\ell) + 2A\ell_2O_3(s)$

$$4 \text{ mols de } A\ell \xrightarrow{\text{produzem}} 3 \text{ mols de } Mn$$

Assim:

$$\underbrace{108 \text{ g de } A\ell}_{4 \text{ mols}} \text{ ———— } \underbrace{165 \text{ g de } Mn}_{3 \text{ mols}}$$

$$m \text{ ———— } 165\,000 \text{ g}$$

$$m = 108\,000 \text{ g ou } 108 \text{ kg}$$

Resposta da questão 30:
[D]

Uma moeda antiga de cobre estava recoberta com uma camada de óxido de cobre (II). Para restaurar seu brilho original, a moeda foi aquecida ao mesmo tempo em que se passou sobre ela gás hidrogênio, então: $CuO(s) + H_2(g) \rightarrow Cu(s) + H_2O(v)$.

As massas da moeda, antes e depois do processo descrito, eram, respectivamente, 0,795 g e 0,779 g, logo com estes valores podemos determinar a massa de oxigênio presente na moeda:
$m_{oxigênio} = 0,795 - 0,779 = 0,016 \text{ g}$

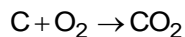
$CuO = 63,5 + 16 = 79,5 \text{ g/mol}$
$79,5 \text{ g (CuO)} —— 16 \text{ g (oxigênio)}$
$m_{CuO} —— 0,016 \text{ g}$
$m_{CuO} = 0,0795 \text{ g}$

A massa da moeda antes (0,795 g) corresponde a 100%, então a porcentagem em massa do óxido de cobre (II) presente na moeda, antes do processo de restauração, era de 10%:
$100\% ——— 0,795 \text{ g}$
$p ——— 0,0795 \text{ g}$
$p = 10\ \%$

Resposta da questão 31:
[C]

Se um indivíduo toma um comprimido de 750 mg (750×10^{-3} g) ao dia, então:
Li_2CO_3 (carbonato de lítio) $= 74 \text{ g/mol}$
$1 \text{ mol} —— 74 \text{ g}$
$n \text{ mol} —— 750 \times 10^{-3} \text{ g}$
$n = 0,01013 = 0,01 \text{ mol}$

Resposta da questão 32:
[D]

Vamos calcular a massa de carbono que se transformou em CO_2 a partir da equação abaixo:
$C + O_2 \rightarrow CO_2$

Assim:
12 g de C ______ 44 g de CO_2
m ______ 13,9 g de CO_2

$m = 3,8$ g de carbono consumido.
Podemos concluir que a massa de carbono que se transformou em CO foi de 1,2 g, ou seja, dos 5,0 g iniciais, 3,8 g foram consumidos na formação do dióxido de carbono
$(5,0 \text{ g} - 3,8 \text{ g} = 1,2 \text{ g})$.

A reação é a seguinte: $C + 1/2 O_2 \rightarrow CO$

Assim:
12 g de C ______ 1 mol de CO
1,2 g ______ n

$n = 0,1$ mol de CO.

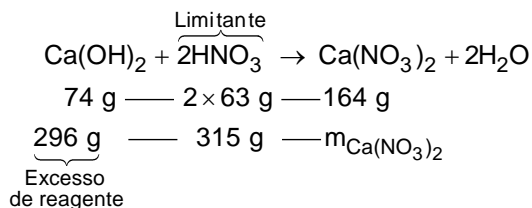
Resposta da questão 33:
ANULADA.

Questão anulada, conforme gabarito oficial.

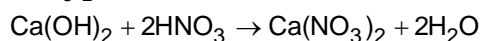
Teremos:

$$\mathrm{Ca(OH)_2} + \overbrace{\mathrm{2HNO_3}}^{\text{Limitante}} \rightarrow \mathrm{Ca(NO_3)_2} + \mathrm{2H_2O}$$

$$74\text{ g} \text{ —— } 2 \times 63\text{ g} \text{ —— } 164\text{ g}$$

$$\underbrace{296\text{ g}}_{\text{Excesso de reagente}} \text{ —— } 315\text{ g} \text{ —— } m_{\mathrm{Ca(NO_3)_2}}$$

$296 \times 2 \times 63 > 74 \times 315$

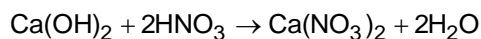
$m_{\mathrm{Ca(NO_3)_2}} = 410\text{ g}$

$$\mathrm{Ca(OH)_2} + \mathrm{2HNO_3} \rightarrow \mathrm{Ca(NO_3)_2} + \mathrm{2H_2O}$$

$$74\text{ g} \text{ —— } 2 \times 63\text{ g}$$

$$m_{\mathrm{Ca(OH)_2}} \text{ —— } 315\text{ g}$$

$m_{\mathrm{Ca(OH)_2}} = 185\text{ g}$

$296\text{ g} - 185\text{ g} = 111\text{ g}$ (excesso de reagente)

$$\mathrm{Ca(OH)_2} + \mathrm{2HNO_3} \rightarrow \mathrm{Ca(NO_3)_2} + \mathrm{2H_2O}$$

$$74\text{ g} \text{ —— } 2 \times 63\text{ g} \text{ —————— } 2\text{ mols}$$

$$185\text{ g} \text{ —— } 315\text{ g} \text{ —————— } n_{\mathrm{H_2O}}$$

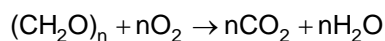
$n_{\mathrm{H_2O}} = 5\text{ mols}$

[A] São formados 410 g de $Ca(NO_3)_2$.
[B] Há, em excesso, 111 g de HNO_3.
[C] Há formação de 5 mols de H_2O.
[D] O reagente limitante é o HNO_3.

Alternativas fornecidas:
a) São formados 656 g de $Ca(NO_3)_2$.
b) Há, em excesso, 65 g de HNO_3.
c) Há formação de 4 mols de H_2O.
d) O reagente limitante é o $Ca(OH)_2$.

Todas as alternativas fornecidas estão incorretas.

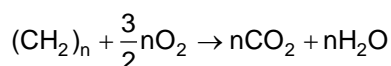
Resposta da questão 34:
a) Teremos para o açúcar:

$$\mathrm{(CH_2O)_n} + \mathrm{nO_2} \rightarrow \mathrm{nCO_2} + \mathrm{nH_2O}$$

$$30n\text{ g} \text{ ———— } 44n\text{ g}$$

$m_{consumida} = 30n\text{ g}$

$m_{CO_2} = 44n\text{ g}$

Para a gordura:

$$(CH_2)_n + \frac{3}{2}nO_2 \rightarrow nCO_2 + nH_2O$$

$$14n\ g \text{ ——— } 44n\ g$$

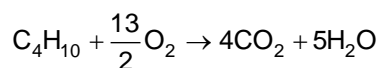
$$30n\ g \text{ ——— } m'_{CO_2}$$

$$m'_{CO_2} = 94{,}28n\ g$$

$$m'_{CO_2}\ (94{,}28n\ g) > m_{CO_2}\ (44n\ g)$$

A gordura apresenta maior fator de emissão de CO_2.

b) Teremos:

$$C_4H_{10} + \frac{13}{2}O_2 \rightarrow 4CO_2 + 5H_2O$$

$$58\ g \text{ ——— } 4 \times 44\ g$$

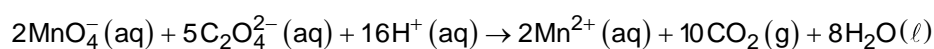
$$150\ g \text{ ——— } m_{CO_2}$$

$$m_{CO_2} = 455{,}17\ g$$

No texto, o fator de emissão é de cerca de 800 gramas de CO_2 por dia, portanto o fator de emissão de CO_2 relativo a esse cozimento (455,17 g) é menor do que o da catabolização diária do ser humano indicada no texto.

Resposta da questão 35:

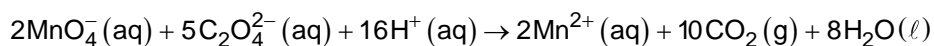
a) Teremos:

$$2MnO_4^-(aq) + 5C_2O_4^{2-}(aq) + 16H^+(aq) \rightarrow 2Mn^{2+}(aq) + 10CO_2(g) + 8H_2O(\ell)$$

$$2\ mol \text{ ——————————— } 10 \times 22\ L$$

$$x \text{ ——————————— } V_{CO_2}$$

$$V_{CO_2} = 110x\ L$$

b) Na produção de 440 L de CO_2, vem:

$$2MnO_4^-(aq) + 5C_2O_4^{2-}(aq) + 16H^+(aq) \rightarrow 2Mn^{2+}(aq) + 10CO_2(g) + 8H_2O(\ell)$$

$$2\ mol \text{ ——————————— } 10 \times 22\ L$$

$$n_{MnO_4^-} \text{ ——————————— } 440\ L$$

$$n_{MnO_4^-} = 4\ mol$$

Resposta da questão 36:
[D]

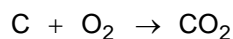
O ferro gusa tem 3,3 % de carbono e de acordo com o enunciado, o excesso de carbono é retirado formando uma liga (aço doce) com 0,3 % de carbono, ou seja, 3,0 % de carbono (3,3 % - 0,3 %) é retirado. Então:

$2{,}5\,t = 2500$ kg de ferro gusa (total); $C = 12$; $CO_2 = 44$.

$2500\text{ kg} \text{ ——— } 100\ \%$

$m_{\text{carbono retirado}} \text{ ——— } 3{,}0\%$

$m_{\text{carbono retirado}} = 75\text{ kg}$

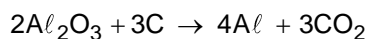
$C + O_2 \rightarrow CO_2$

$12\text{ g} \text{ ——— } 44\text{ g}$

$75\text{ kg} \text{ ——— } m_{CO_2}$

$m_{CO_2} = 275\text{ kg}$

Resposta da questão 37:
[D]

Teremos:

$2A\ell_2O_3 + 3C \rightarrow 4A\ell + 3CO_2$

$2 \times 102\text{ g} \text{ ——— } 4\text{ mols}$

$0{,}45 m_{\text{bauxita}} \text{ ——— } 0{,}49\text{ mol (1 latinha)}$

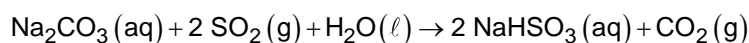
$m_{\text{bauxita}} = 55{,}533\text{ g}$

Para 1.000 latinhas:

$1000 \times 55{,}533\text{ g} = 55.533\text{ g} \Rightarrow 55{,}53\text{ kg}$

Resposta da questão 38:
[D]

Teremos:

$Na_2CO_3(aq) + 2\,SO_2(g) + H_2O(\ell) \rightarrow 2\,NaHSO_3(aq) + CO_2(g)$

$106\text{ g} \text{ ——————————— } 2\text{ mols}$

$42{,}4 \times 10^6\text{ g} \text{ ——————————— } n_{NaHSO_3}$

$n_{NaHSO_3} = 0{,}8 \times 10^6\text{ mols} = 8 \times 10^5\text{ mols}$

Resposta da questão 39:
[C]

$M_{\text{Reagente 1}} = 122\text{ g/mol}$

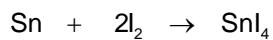
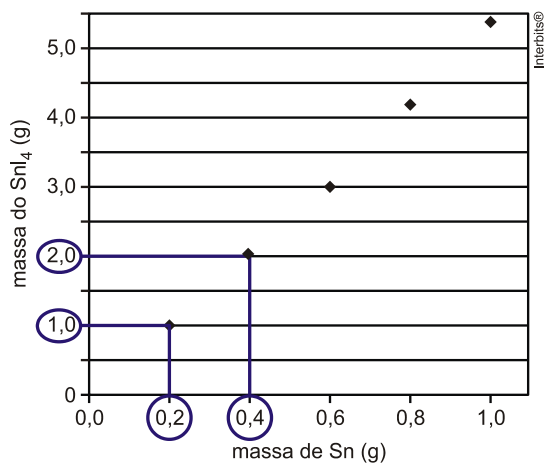
$122\text{ g (reagente 1)} \text{ ——— } 158\text{ g} \times r\text{ (vanilina)}$

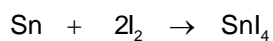
$15\text{ g (reagente 1)} \text{ ——— } 10\text{ g (vanilina)}$

$r = \dfrac{122\text{ g} \times 10\text{ g}}{15\text{ g} \times 158\text{ g}} = 0{,}514767$

$r = 51{,}48\ \%$ (aproximadamente 50 %).

Resposta da questão 40:
[D]

A partir da análise do gráfico podemos obter a relação estequiométrica entre o estanho (Sn) e o iodo na formação do iodeto de estanho IV (SnI_4):

$$\begin{aligned}
&Sn \quad + \quad 2I_2 \quad \rightarrow \quad SnI_4 \\
&0,2\ g - - x - - - - 1\ g \Rightarrow 0,2 + x = 1 \Rightarrow x = 0,8\ g \\
&0,4\ g - - 2x - - - 2\ g
\end{aligned}$$

Então,

$$\begin{aligned}
&Sn \quad + \quad 2I_2 \quad \rightarrow \quad SnI_4 \\
&0,2\ g - - 0,8\ g - - - 1\ g \\
&0,4\ g - - 1,6\ g - - - 2\ g
\end{aligned}$$

A relação entre as massas será dada por:

$$\frac{\text{massa de } I_2}{\text{massa de Sn}} = \frac{0,8\ g}{0,2\ g} = 4$$

Então,

$$\frac{m_{I_2}}{m_{Sn}} = \frac{0,8\ g}{0,2\ g} = 4 \qquad (n = \frac{m}{M} \Rightarrow M = \frac{m}{n})$$

$$\frac{M_{I_2}}{M_{Sn}} = \frac{\frac{m_{I_2}}{n_{I_2}}}{\frac{m_{Sn}}{n_{Sn}}} \Rightarrow \frac{M_{I_2}}{M_{Sn}} = \frac{\frac{0,8\ g}{2\ mol}}{\frac{0,2\ g}{1\ mol}} = \frac{0,8}{0,4} = \frac{2}{1}$$